

**UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO DE JANEIRO – UFRJ**  
**INSTITUTO DE QUÍMICA**  
**LICENCIATURA EM QUÍMICA**

**TABELA PERIÓDICA: UMA ABORDAGEM INTERPRETATIVA**

**Vanessa De Bonis**

**Orientador: Carlos Alberto da Silva Riehl**  
**DQA/IQ/UFRJ**

**Rio de Janeiro**  
**2009**

**Vanessa De Bonis**

**TABELA PERIÓDICA: UMA ABORDAGEM INTERPRETATIVA**

Monografia apresentada ao Curso de Licenciatura em Química do Instituto de Química da Universidade Federal do Rio de Janeiro, como parte dos requisitos necessários à obtenção do grau de Licenciado em Química.

Orientador: Carlos Alberto da Silva Riehl  
DQA/IQ/UFRJ

**Rio de Janeiro**

**2009**

**Vanessa De Bonis**

**TABELA PERIÓDICA: UMA ABORDAGEM INTERPRETATIVA**

Monografia apresentada ao Curso de Licenciatura em Química do Instituto de Química da Universidade Federal do Rio de Janeiro, como parte dos requisitos necessários à obtenção do grau de Licenciado em Química.

Aprovada em 15.05.2009

---

Luiz Tauhata  
IRD/CNEN

---

João Massena Melo Filho  
DQI/IQ/UFRJ

---

Elisa Prestes Massena  
FE/UFRJ

---

Carlos Alberto da Silva Riehl  
DQA/IQ/UFRJ

Ao Pedro Henrique,  
Por me mostrar diariamente que toda superação é possível.

## RESUMO

Sem dúvida alguma, a Tabela Periódica é uma das ferramentas mais utilizadas tanto por alunos quanto por profissionais do ramo da Química e do ensino. E longe de ser simplesmente uma coletânea dos elementos existentes, a Tabela contém muito mais informações relevantes e de fácil acesso do que se pode imaginar. Basta saber olhar.

Mas o que acontece normalmente é que essa ferramenta tão poderosa não é usada com todo o seu potencial, passando despercebidas muitas informações relevantes que podem ser levantadas com simplesmente localizar um elemento na Tabela. Além disso, no Ensino Médio a Química é vista como uma matéria maçante e enfadonha, com muitas regras e fórmulas, exigindo do aluno muita memorização e despertando pouco interesse. Ainda mais quando lhe é apresentada uma Tabela com muitas letrinhas e muitos números que não lhe dizem absolutamente nada!

Foi pensando nisso que o presente trabalho foi desenvolvido: mostrar que a Tabela é uma ferramenta de apoio de grande importância para o estudante e que pode despertar o interesse por essa matéria tão fascinante que é a Química. Isso pode ser feito através da história da descoberta dos elementos e da inspiração dos cientistas dos séculos XIX e XX na hora de agrupá-los de forma lógica e razoável. Veremos um pouco da história dos elementos, como foram organizados pelos cientistas e como saber um pouco de cada um deles pela estrutura da Tabela Periódica.

## SUMÁRIO

INTRODUÇÃO.....	1
1. ABORDAGEM INTRODUTÓRIA SOBRE OS ELEMENTOS QUÍMICOS.....	4
1.1 Os cientistas e os elementos químicos.....	4
1.2. Novos elementos .....	6
2. REVISÃO DA LITERATURA .....	8
2.1. A Tabela Periódica também tem sua história .....	8
2.1.1. Espaços vazios: os elementos não descobertos.....	11
3. A CLASSIFICAÇÃO MODERNA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS .....	14
3.1. Organização da Tabela Periódica .....	14
3.1.1. Como distinguir um elemento químico do outro?.....	15
3.1.2. Os diferentes grupos e períodos da Tabela Periódica.....	16
3.1.3. Elementos representativos e de transição .....	25
3.1.4. Metais, não-metais e gases nobres.....	26
3.2. Quem sabe ler não precisa decorar .....	28
3.2.1. A lei periódica de Mendeleev .....	31
3.2.2. Algumas propriedades periódicas dos elementos.....	33
3.2.2.1. Raio atômico.....	33
3.2.2.2. Eletronegatividade .....	35
3.2.2.3. Potencial de Ionização .....	36
CONSIDERAÇÕES FINAIS .....	38
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS .....	40
SITES RELACIONADOS .....	41

## FIGURAS

<b>Figura 1</b> – Parafuso Telúrico de Chancourtois.....	9
<b>Figura 2</b> – Lei das oitavas de Newlands.....	9
<b>Figura 3</b> – Tabela Periódica de Mendeleev, construída em um prédio em São Petersburgo.....	10
<b>Figura 4</b> – 1872 – Tabela Periódica de Mendeleev.....	12
<b>Figura 5</b> – Disposição dos elementos químicos na Tabela Periódica.....	15
<b>Figura 6</b> – Elementos pertencentes ao mesmo período.....	16
<b>Figura 7</b> – Ordem crescente de energia dos subníveis eletrônicos.....	19
<b>Figura 8</b> – A configuração eletrônica na Tabela Periódica.....	20
<b>Figura 9</b> – Elementos da mesma família e mesma configuração na última camada.....	21
<b>Figura 10</b> – Tabela Periódica dos elementos.....	26

## QUADROS

<b>Quadro 1</b> – Nomenclatura provisória da IUPAC para os novos elementos.....	6
<b>Quadro 2</b> – Cargas mais comuns dos átomos dos elementos representativos.....	30
<b>Quadro 3</b> – Gases nobres.....	31
<b>Quadro 4</b> – Metais alcalinos.....	32
<b>Quadro 5</b> – Halogênios.....	32
<b>Quadro 6</b> – Análise do raio atômico nos períodos.....	34
<b>Quadro 7</b> – Análise da eletronegatividade nos grupos.....	35
<b>Quadro 8</b> – Análise da eletronegatividade nos períodos.....	36
<b>Quadro 9</b> – Análise do potencial de ionização nos períodos.....	36
<b>Quadro 10</b> – Análise do potencial de ionização nos grupos.....	37



## TABELAS

<b>Tabela 1</b> – Novos elementos químicos.....	7
<b>Tabela 2</b> – Lista de alguns elementos químicos familiares .....	16
<b>Tabela 3</b> – Distribuição dos elétrons nas camadas dos átomos.....	17
<b>Tabela 4</b> – Número máximo de elétrons permitidos nos subníveis.....	18
<b>Tabela 5</b> – Nomenclatura dos grupos.....	22
<b>Tabela 6</b> – Nomes próprios de alguns grupos.....	22
<b>Tabela 7</b> – Principais propriedades das substâncias e dos átomos dos grupos.....	24
<b>Tabela 8</b> – Substâncias formadas por átomos de cloro.....	30

*(...) Se todos os elementos forem arrumados em ordem de seus pesos atômicos, uma repetição periódica de suas propriedades é obtida.  
Mendeleev*

## **INTRODUÇÃO**

Construir um objeto de pesquisa é uma tarefa que demanda reflexão e limites. O exercício do pensamento conduz a um fervilhar de idéias que anseiam encontrar uma ordem disposta pela realidade a ser capturada. Entretanto, é preciso reconhecer que a realidade é ordenada pelos próprios pensamentos, que são limitados por aquilo que na realidade se observa.

Assim, o objeto se produz na relação com o sujeito. Para isso, são necessários questionamentos. Eles apontam o caminho para essa apropriação do objeto e estabelecem os seus limites. Eles mostram até onde o sujeito foi levado nos seus pensamentos e quanto o objeto lhe trouxe a capacidade de ordenação.

Aqui são apresentados esses questionamentos e os limites a eles dados pelo objeto de pesquisa que se construiu.

Como estruturar o conhecimento da Tabela Periódica a partir da contextualização histórica? De que são constituídos os materiais atômicos? Qual o fator que possibilitou maior progresso na classificação dos elementos químicos? Como utilizar a Tabela para obter informações que não estão ali escritas explicitamente? Que propriedades dos elementos químicos são consideradas fundamentais?

Para elucidar tais questionamentos, o objetivo desta monografia é identificar algumas propriedades dos elementos químicos e recorrer à lógica na hora de buscar informações sobre elas na Tabela Periódica, sem a necessidade de decorar tantas regras mnemotécnicas, que muitas vezes confundem os alunos e que são facilmente esquecidas com a falta de uso continuado.

O método utilizado para este trabalho “*Tabela Periódica: uma abordagem interpretativa*” foi a pesquisa bibliográfica, utilizando como material de consulta artigos de periódicos nacionais, teses, monografias e livros. Também foi feita uma busca em sites para localizar artigos sobre a Tabela Periódica e foram empregadas as palavras-chave: **tabela periódica – lei periódica – elementos químicos – história da tabela periódica.**

Ao colocar a palavra Tabela Periódica em sítios de busca, como o Google, é possível encontrar mais de 390.000 sítios relacionados ao tema. Muitos desses sítios apresentam apenas a Tabela, não trazendo maiores informações sobre os elementos. Porém, podem ser encontrados sítios com excelentes conteúdos, entre eles:

<http://www.webelements.com/>

[http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela\\_Per%C3%B3dica](http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_Per%C3%B3dica)

Estes sítios estão muito bem organizados, apresentando uma Tabela Periódica totalmente interativa. Clicando em cada elemento, pode-se ver por quem foi descoberto, em que ano, suas características, entre outras informações. É possível então ter uma visão histórica muito interessante da elaboração da Tabela Periódica.

Este trabalho ressalta os estudos desenvolvidos por Mendeleev: a classificação dos elementos químicos com base nos seus pesos atômicos. Entender como a Tabela foi estruturada facilita o entendimento da Química, uma vez que fica mais fácil entender a realidade quando se conhece os conceitos por trás dela.

A fim de atingir o objetivo proposto, o trabalho está organizado em três capítulos: o primeiro refere-se a uma abordagem introdutória sobre o átomo para, no decorrer do estudo, explicar como os químicos identificaram as substâncias cujos

átomos não tinham a configuração dos gases nobres, por exemplo, e como essa descoberta abriu novas possibilidades de pesquisas.

O segundo capítulo trata de uma revisão da literatura no intuito de facilitar a compreensão de como surgiu a Tabela Periódica: a evolução histórica da descoberta dos elementos químicos, como eles passaram a se encaixar na Tabela, suas classificações e propriedades físicas. Acredita-se que a contextualização histórica pode contribuir para a compreensão dos inúmeros achados de elementos químicos e também entender a forma que os cientistas imaginaram de classificá-los e reuni-los em grupos.

O terceiro capítulo apresenta a classificação moderna dos elementos, com mais detalhes sobre como estão classificados, algumas de suas propriedades mais importantes e como estas variam de acordo com a localização dos elementos na Tabela Periódica.

# 1. ABORDAGEM INTRODUTÓRIA SOBRE OS ELEMENTOS QUÍMICOS

## 1.1 Os cientistas e os elementos químicos

Parece que a vontade dos alquimistas medievais de transmutar elementos químicos para produzir ouro abriu caminho para o desenvolvimento de técnicas que valem mais do que ouro. Desde então, uma crescente descoberta de elementos químicos e suas propriedades passaram ser organizados segundo suas características.

A noção de átomo, entendido como a partícula indivisível que faz parte da estrutura de todos os materiais, remonta à Grécia Antiga. A partir da preocupação com a essência da matéria, por parte dos filósofos, muitos estudos foram feitos e teorias foram propostas a fim de entender a origem dos materiais do universo, o que significava decifrar um pouco mais o enigma da matéria.

Desde então, o conceito de átomo foi refinado por muitas teorias, utilizando-se diversos dados empíricos e modelos conceituais distintos. Apesar das teorias descreverem e explicarem a estrutura do átomo de maneiras variadas, o conceito de átomo permanece fundamental à ciência química.

O desenvolvimento científico e tecnológico possibilitou a identificação de átomos dos elementos químicos naturais e foi além: permitiu sintetizar, ou seja, fabricar em laboratório, átomos de elementos químicos não encontrados na superfície da Terra, os chamados elementos artificiais. Eles são produzidos a partir da fusão de núcleos atômicos. Só que os núcleos desses átomos sintetizados artificialmente são instáveis e, logo que são produzidos, desintegram-se em outros átomos com núcleos mais estáveis.<sup>1</sup>

Segundo essa teoria, a maioria dos átomos é instável. As partículas de seus núcleos estão unidas por forças de atração que se sobrepõem às de repulsão, mantendo a mesma estrutura ao longo do tempo. Mas nos elementos superpesados, o alto número de prótons e nêutrons pode criar desequilíbrio entre as forças de atração e repulsão,

---

<sup>1</sup> Revista Química & Sociedade. *Elementos Químicos: síntese, descoberta e simbologia*. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

ocasionando a desintegração dos núcleos e a consequente formação de átomos de elementos químicos diferentes. Por exemplo, o átomo de urânio, que tem 92 prótons no núcleo, é instável. Ele pode se desintegrar dando origem a dois novos átomos: um átomo de estrôncio, com 38 prótons, e um de xenônio, com 54.

A existência de números fracionários na massa dos elementos da Tabela Periódica clássica se deve a que os elementos possuem mais de um isótopo. O número atômico corresponde ao isótopo mais estável, mas a massa se refere à média das massas de todos os isótopos. O cloro, por exemplo, tem massa 35,5.

Vale ressaltar que o estudo dos isótopos radioativos dos elementos é uma área de grande interesse na Química. Se trata de um campo muito interessante para os alunos, já que existem várias possibilidades de estudos a serem desenvolvidos, tais como a manipulação desses isótopos, seu comportamento, como separar os vários isótopos de um mesmo elemento, entre outros.

Muitas tentativas foram feitas no sentido de encontrar generalizações que ajudassem a classificar os elementos e seus compostos. No início do século XIX, John Dalton (1766-1844) começou a ordenar os elementos descobertos até então com base no conhecimento de suas massas atômicas, ainda que seus valores não estivessem corretos. A lista feita por Dalton não estava muito clara, já que elementos com propriedades químicas semelhantes, como cloro (35,5) bromo (79,9) e iodo (126,9), tinham suas massas atômicas muito separadas.<sup>2</sup>

Em 1919, o físico britânico Ernest Rutherford já havia descrito a estrutura do átomo e relatado a descoberta dos três principais componentes da radioatividade, as partículas alfa, beta e os raios gama. Ele realizou também um feito perseguido desde a Idade Média pelos alquimistas: a transmutação de um elemento em outro. Ao

---

<sup>2</sup> Disponível em <[http://br.geocities.com/chemicalnet/ht\\_txt2.html](http://br.geocities.com/chemicalnet/ht_txt2.html)> Acesso em 12/2/2009.

bombardear o núcleo de um átomo de nitrogênio com partículas alfa, Rutherford obteve o núcleo de um átomo de oxigênio mais um próton.<sup>3</sup> Ele observou que essa transformação resultava de um processo pelo qual o núcleo do átomo se alterava, dando lugar a um átomo diferente, e batizou esse processo de desintegração nuclear.<sup>4</sup>

Em 1932, James Chadwich bombardeou núcleos de berílio com partículas alfa e descobriu o nêutron (até então só se conhecia o próton e o elétron). Esses experimentos foram diretamente inspirados por Rutherford, e a partir de 1969, com o isolamento do elemento químico Rutherfordio ( $Z = 106$ ) e em 1967 do Dúbnio ( $Z = 104$ ), a descoberta de novos elementos vem ocorrendo a uma velocidade sem igual.

## 1.2. Novos elementos

Vale ressaltar que o reconhecimento da existência de um átomo de um novo elemento químico deve obedecer a alguns critérios estabelecidos pela IUPAC – *International Union of Pure and Applied Chemistry* (União Internacional de Química Pura e Aplicada). Até agora, a IUPAC já reconheceu oficialmente até o elemento químico de número atômico 111 (roentgênio – Rg).

Existem relatos de identificação dos elementos químicos de números 112, 113, 114, 115, 116 e 118 (Tabela 1, pág. 7), não reconhecidos oficialmente já que ainda há controvérsia sobre a sua descoberta.

A nomenclatura provisória da IUPAC está resumida no Quadro 1, onde o nome do elemento começa com “Unun”. Logo depois vem o prefixo correspondente ao algarismo de seu número atômico ( $Z$ ), seguido do sufixo – ium. Seu símbolo corresponde à junção de “Uu” com a primeira letra do prefixo.

---

<sup>3</sup> O GLOBO 2000. Transmutação dos Elementos. *Físico inglês fabrica oxigênio*. Nº 8, de 1918 a 1920.

<sup>4</sup> Revista Química & Sociedade. *Elementos Químicos: síntese, descoberta e simbologia*. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

**Quadro 1** – Nomenclatura provisória da IUPAC para os novos elementos

Número atômico	Número	Prefixo	Nome	Símbolo
110	0	nil	Ununílium	Uun
111	1	un	Ununúnium	Uuu
112	2	bi	Unúnbium	Uub
113	3	tri	Ununtrium	Uut
114	4	quad	Ununquadium	Uuq
115	5	pent	Ununpentium	Uup
116	6	hex	Ununhécium	Uuh
117	7	sept	Ununséptium	Uus
118	8	oct	Ununóctium	Uuo
119	9	en	Ununênium	Uue

**Tabela 1** – Novos elementos químicos

Nome do elemento	Símbolo	Ano em que foi batizado	Número atômico	Ano da descoberta
Férmio	Fm	-	100	1952
Mendelévio	Md	-	101	1955
Nobélio	No	1967	102	1958
Laurêncio	Lr	1963	103	1961
Rutherfórdio	Rf	1997	104	1964/1969
Dúbnio	Db	1970	105	1967
Seabórgio	Sg	1997	106	1974
Bóhrio	Bh	1997	107	1976
Hássio	Hs	1997	108	1984
Meitnério	Mt	1987	109	1982
Darmstádio	Ds	2003	110	1994
Roentgênio	Rg	2004	111	1994
Unúnbium	Uub	-	112	1996
Ununtrium	Uut	-	113	2004 (?)
Ununquadium	Uuq	-	114	1999
Ununpentium	Uup	-	115	2004 (?)
Ununhécium	Uuh	-	116	1999/2001 (?)
Ununséptium	Uus	-	117	-
Ununóctium	Uuo	-	118	1999/2006 (?)

**Fontes:** MATARATZIS, M. V. M. *Tabela periódica multimídia revisada: uma nova proposta*. Monografia, UERJ, Rio de Janeiro, 2006.

<[http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci\\_arttext&pid=S0100-40421999000500022](http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40421999000500022)>

<<http://www.webelements.com/>>

<[http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela\\_Per%C3%B3dica](http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_Per%C3%B3dica)>

Acesso em 27/4/2009.



## 2. REVISÃO DA LITERATURA

### 2.1. A Tabela Periódica também tem sua história

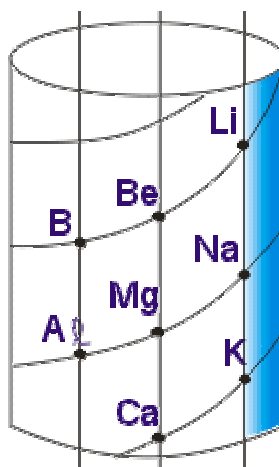
Quanto mais informações se têm, maior é a necessidade de organizá-las. É como guardar roupas em gavetas. A Tabela Periódica surgiu devido à necessidade de ordenar os elementos químicos já descobertos, segundo suas características e propriedades. Em 1829, o químico alemão Johann Wolfgang de Döbereiner (1780-1849) observou que substâncias simples de alguns grupos de três elementos apresentavam propriedades químicas semelhantes e que era possível estabelecer uma relação entre as massas dessas substâncias. A esses grupos de três elementos ele deu o nome de tríade. *Os elementos químicos semelhantes formam grupos de três, onde o peso atômico de um deles é aproximadamente a média aritmética dos pesos atômicos dos outros dois.*<sup>5</sup>

Em 1863, o químico francês Alexander Émile Beguyer de Chancourtois (1820-1886) propôs uma classificação na forma de cilindro em que os elementos ficavam dispostos em uma linha, como a rosca de um parafuso, em ordem crescente de peso atômico. Nessa disposição, os átomos dos elementos constituintes de substâncias com propriedades químicas semelhantes encontravam-se verticalmente alinhados. Mas essa proposta não foi bem aceita.

Chancourtois demonstrou que os elementos químicos de propriedades semelhantes situavam-se nas verticais traçadas, como mostra a Figura 1 (pág. 9):

---

<sup>5</sup> CARVALHO, G.C. *Química Moderna*. Volume Único, São Paulo, Editora Scipione, 1997.



**Figura 1** – Parafuso Telúrico de Chancourtois

Esse agrupamento foi chamado de Parafuso Telúrico. A aceitação desse trabalho também foi pequena, já que só funcionava até o cálcio (Ca) e possuía muitas imperfeições.<sup>6</sup>

Em 1864, John Alexander Reina Newlands (1838-1898), químico e músico inglês, observou que, ao agrupar os elementos em ordem crescente de peso atômico, suas substâncias simples, excetuando o hidrogênio, apresentavam comportamento semelhante de oito em oito. Essa repetição de propriedades ficou conhecida como "Lei das Oitavas" (Figura 2). Sua restrição era que também só se aplicava até o cálcio. No entanto, foi base para os trabalhos que deram origem à classificação atual.

Newlands (1863)						
						H
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni
Cu	Zn	Y	In	As	Se	Br
Rb	Sr	La, Ce	Zr	Nb, Mo	Ru, Rh	Pd
Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba, V					

**Figura 2** – Lei das Oitavas de Newlands

<sup>6</sup> CARVALHO, G.C. *Química Moderna*. Volume Único, São Paulo, Editora Scipione, 1997.

Mesmo não sendo plenamente aceitas, as classificações de Chancourtois e Newlands deram sequência às pesquisas sobre os elementos químicos, daí sua importância para a história da ciência.

Naquela época, os cientistas não tinham tantas informações sobre a estrutura da matéria como se tem hoje. Porém, já conheciam as propriedades físicas e químicas de diversas substâncias. Esses conhecimentos foram a base de várias propostas de classificação dos elementos químicos durante a segunda metade do século XIX.

Desses vários trabalhos, dois serviram de base para a elaboração da Tabela que se utiliza hoje: os de Mendeleev e de Meyer.

O químico russo Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) nasceu na cidade de Tobolsk, na Sibéria. Conta a história que ele tinha tudo para ser excelente aluno: seu pai era professor e sua mãe uma entusiasta pelo estudo das ciências. Mas a princípio, o pequeno russo parecia que ia decepcionar a família, pois foi um aluno medíocre no secundário. Somente na universidade ele encontrou sua real vocação – a Química – e desenvolveu a capacidade de simplificar os conceitos mais complicados.

Em 1863, depois de se formar brilhantemente na Universidade de São Petersburgo, Mendeleev tornou-se professor e pesquisador do Instituto Tecnológico de São Petersburgo. Dizem que suas aulas eram fantásticas. De seus inúmeros trabalhos de pesquisa destacam-se a descoberta da lei periódica (Figura 3) e o estudo da natureza do petróleo.

PERIÓDICO DOS ELEMENTOS QUÍMICOS DE MENDELEEV															
D. I. MENDELEEV															
	H														
1	Li	Be	B	C	N	O	F								
2	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl								
3	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn					
4	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Co	Ni	Pd	Ag	Cd				
5	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er		
6	Fa	Ra	Ac	Th	Pa	U									
7															
8															
9															
10															
11															
12															
13															
14															
15															
16															
17															
18															
19															
20															
21															
22															
23															
24															
25															
26															
27															
28															
29															
30															
31															
32															
33															
34															
35															
36															
37															
38															
39															
40															
41															
42															
43															
44															
45															
46															
47															
48															
49															
50															
51															
52															
53															
54															
55															
56															
57															
58															
59															
60															
61															
62															
63															
64															
65															
66															
67															
68															
69															
70															
71															
72															
73															
74															
75															
76															
77															
78															
79															
80															
81															
82															
83															
84															
85															
86															
87															
88															
89															
90															
91															
92															
93															
94															
95															
96															
97															
98															
99															
100															

**Figura 3** – Tabela Periódica de Mendeleev, construída em um prédio em São Petersburgo.

Estudos semelhantes também foram desenvolvidos independente e simultaneamente pelo alemão Julius Lothär Meyer. Em 1869 esses dois químicos, trabalhando paralelamente, determinaram que as propriedades dos elementos decorriam de suas massas atômicas.<sup>7</sup>

Em 1870, Meyer publicou um trabalho no qual reconhecia a proposta de Mendeleev e propunha algumas correções. Meyer baseou-se principalmente em propriedades físicas, enquanto Mendeleev, em propriedades químicas de óxidos e de substâncias simples. Apesar de algumas divergências, os dois cientistas reconheciam e respeitavam o trabalho um do outro.

Embora as Tabelas de Mendeleev e Meyer contivessem algumas imperfeições, como a inversão de alguns elementos, e não previssem a colocação dos lantanídeos, actinídeos e gases nobres, elas foram fundamentais para o desenvolvimento da Tabela Periódica moderna, que é uma derivação de outras propostas que surgiram a partir da Tabela original desses dois cientistas.

No início do século XX ainda surgiram outras propostas de Tabela Periódica. Uma das mais interessantes foi a Tabela em forma de leque, sugerida pelo físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962). Ela se baseia no modelo de estrutura atômica proposta por Bohr, relacionando a estrutura eletrônica dos átomos com sua posição na Tabela.

### **2.1.1. Espaços vazios: os elementos não descobertos**

Em 1869, Mendeleev colocou os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas (não havia ainda o conceito de número atômico) em colunas horizontais, reunindo os elementos semelhantes em colunas verticais. Nessa época, havia

---

<sup>7</sup> SILVA, R. H., SILVA, E. B. *Curso de Química 1*. 2ª edição, São Paulo, Editora Harbra, 1992.

aproximadamente 60 elementos químicos. Na classificação haviam lacunas que foram preenchidas a medida em que os elementos foram sendo descobertos.<sup>8</sup>

A existência de espaços contendo um número e ponto de interrogação na Tabela de Mendeleev deve-se à previsão de novas descobertas de outros elementos, os quais deveriam se encaixar. E que também antecipou com grande precisão as propriedades dos elementos com massas 44 e 72, conforme mostra a Figura 4:

REIHE	GRUPPE I. — R <sub>2</sub> O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GRUPPE IV. RH <sup>4</sup> RO <sub>2</sub>	GRUPPE V. RH <sup>3</sup> R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	GRUPPE VI. RH <sup>2</sup> RO <sub>3</sub>	GRUPPE VII. RH R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	GRUPPE VIII. — RO <sub>4</sub>
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Cd=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

**Figura 4** – 1872 – Tabela Periódica de Mendeleev

**Fonte:** Disponível em <[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/historia.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/historia.htm)>  
Acesso em 10/5/2008.

E, pela análise das informações sobre esses elementos já conhecidos (44 e 72), Mendeleev pôde até prever as propriedades de três ainda não descobertos, aos quais deu os nomes de eka-boro (atual escândio, Sc = 45), eka-alumínio (atual gálio, Ga = 70) e eka-silício (atual germânio, Ge = 72,6).<sup>9</sup>

Seguindo a previsão das propriedades dos átomos e das substâncias desses elementos, os químicos puderam depois identificá-los e obter dados próximos dos previstos por Mendeleev. Além desses, muitos outros elementos foram descobertos

<sup>8</sup> CARVALHO, G.C. *Química Moderna*. Volume Único, São Paulo, Editora Scipione, 1997.

<sup>9</sup> CARVALHO, G.C. *Química Moderna*. Volume Único, São Paulo, Editora Scipione, 1997.

posteriormente. Dentre eles, estão os gases nobres – hélio em 1895, argônio em 1894 e neônio em 1898 – revelados pelo químico escocês William Ramsay (1852-1916).<sup>10</sup>

Em síntese, em 1869, apenas 60 elementos eram conhecidos; nos dias de hoje a Tabela Periódica consta de 111 elementos reconhecidos pela IUPAC.

---

<sup>10</sup> Revista Química & Sociedade. *Elementos Químicos: síntese, descoberta e simbologia*. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

### 3. A CLASSIFICAÇÃO MODERNA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

#### 3.1. Organização da Tabela Periódica

A Tabela Periódica é uma ferramenta imprescindível para o químico ou estudante de Química. Mas o que acontece na realidade é que o aluno tem aversão a ela por não compreendê-la e o profissional poucas vezes extrai dela todo o seu potencial. Para saber um pouco mais sobre algum elemento, basta olhar atentamente, sem precisar decorar. Levando em conta um pouco de bom senso, muitas propriedades podem ser extraídas da Tabela, que passa a ser um verdadeiro instrumento de consulta rápida.

Isso é algo que deveria ser tratado com mais ênfase no ensino médio, porque é justamente quando o aluno entra em contato com a Tabela pela primeira vez e quando a “paixão” ou o “ódio” se desenvolvem. Diminuindo a barreira entre o aluno e a Química, através de exemplos do cotidiano e da própria história, fica mais fácil desmistificar esse tema tão amplo e na verdade tão apaixonante.

Na Tabela Periódica, os elementos estão organizados horizontalmente em ordem crescente de número atômico e cada linha horizontal se denomina “*período*”. Ela também é organizada por colunas, denominadas “*grupos*” ou “*famílias*”. Os grupos correspondem a conjuntos de elementos cujos átomos apresentam propriedades físicas e/ou químicas semelhantes.

Quando os elementos químicos são agrupados em ordem crescente de número atômico ( $Z$ ), observa-se a repetição periódica de várias de suas propriedades (Lei de Moseley). A partir dessa lei, a Tabela Periódica é organizada de forma definitiva e se apresenta de modo a tornar mais evidente a relação entre as propriedades dos elementos e sua estrutura eletrônica.

A Figura 5 (pág. 15) mostra os elementos dispostos em ordem crescente de número atômico.

Tabela periódica																	
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fé	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		Uuo
Lantanóides		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinóides		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

**Figura 5** – Disposição dos elementos químicos na Tabela Periódica

### 3.1.1. Como distinguir um elemento químico do outro?

De acordo com a teoria atômica de Dalton, o elemento químico seria caracterizado por um tipo de átomo que possui uma determinada massa. Novas descobertas acerca do comportamento da matéria levaram à elaboração de outros modelos atômicos no final do século XIX e no início do século XX.

Segundo modelos atômicos mais recentes, não é a massa do átomo que caracteriza o elemento químico, mas sim o número de prótons, partículas com carga elétrica positiva que se encontram no núcleo. O número de prótons de um átomo é denominado número atômico. A partir da classificação pelo número atômico, pode-se listar hoje mais de cem elementos químicos, dos quais noventa e dois são naturais (até o urânio,  $Z = 92$ ) e os demais são produzidos em laboratório ( $Z > 92$ , denominados transurânicos).<sup>11</sup>

É importante ressaltar que, para facilitar a comunicação entre os químicos de todo o mundo, os elementos são representados por símbolos que derivam de seus nomes em latim. O símbolo é, normalmente, a primeira letra do nome em latim. No caso de haver dois ou mais elementos que começam pela mesma letra, uma segunda letra do

<sup>11</sup> Disponível em <[http://pt.wikipedia.org/wiki/Elemento\\_qu%C3%Admico](http://pt.wikipedia.org/wiki/Elemento_qu%C3%Admico)> Acesso em 28/4/2009



nome é usada. Para evitar confusões nas fórmulas das substâncias nas quais estão presentes vários elementos, sempre a primeira letra será maiúscula e a segunda minúscula. Por exemplo, as letras “c” e “o” podem aparecer de duas formas: Co, símbolo do elemento químico cobalto, e CO, fórmula da substância monóxido de carbono, que é formada por átomos de carbono (C) e oxigênio (O).

Além disso, muitos elementos estão presentes em nossa vida diária, como mostra a Tabela 2.

**Tabela 2** – Alguns elementos químicos familiares e suas aplicações

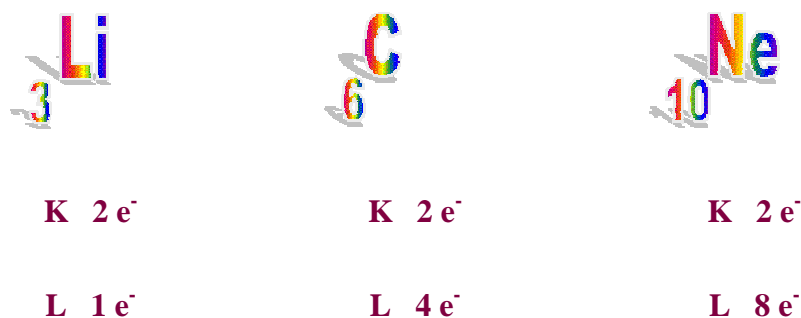
<b>Elemento</b>	<b>Símbolo</b>	<b>Aplicações de substâncias que contêm o elemento</b>
Alumínio	Al	Utensílios domésticos, papel-alumínio, ligas metálicas
Chumbo	Pb	Baterias, chapas
Cloro	Cl	Desinfetante, bactericida, alvejante
Cobalto	Co	Radioterapia, determinação da umidade do ar
Cobre	Cu	Fios condutores de eletricidade, moedas
Enxofre	S	Produção de pneus, inseticidas
Ferro	Fe	Aço, ferro fundido
Hélio	He	Balões meteorológicos
Hidrogênio	H	Combustível alternativo
Magnésio	Mg	Liga metálica utilizada na confecção de rodas de automóveis
Neônio	Ne	Luz avermelhada de letreiros
Ouro	Au	Confecção de jóias, lâminas, ligas
Oxigênio	O	Respiração dos seres vivos, solda
Prata	Ag	Confecção de jóias, moedas, contatos elétricos
Urânio	U	Fonte de energia nuclear

**Fonte:** Revista Química & Sociedade. *Os constituintes da matéria e a simbologia química*. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

### 3.1.2 Os diferentes grupos e períodos da Tabela Periódica

Como já dito anteriormente, a Tabela Periódica é instrumento imprescindível para o trabalho de qualquer químico. Após a compreensão de sua organização, é possível retirar inúmeras informações e prever facilmente algumas propriedades dos elementos.

Hoje, ela é formada por 111 elementos distribuídos em 7 linhas horizontais, cada uma sendo chamada de período. Os elementos pertencentes ao mesmo período possuem o mesmo número de camadas de elétrons. Conforme se pode verificar na Figura 6:



**Figura 6** – Elementos pertencentes ao mesmo período

**Fonte:** Disponível em <[www.cdcc.sc.usp.br/quimica/tabelaperiodica/tabelaperiodica.html](http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/tabelaperiodica/tabelaperiodica.html)> Acesso em 18/4/2008.

Percebe-se então que o lítio, o carbono e o neônio possuem duas camadas (K e L); portanto são do segundo período. As camadas estão relacionadas na Tabela 3, cada uma delas comportando um número máximo de elétrons.

**Tabela 3** – Distribuição dos elétrons nas camadas dos átomos

período	camada	elétrons
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	32
6	P	18
7	Q	2

Cada camada, por sua vez, se divide em subníveis de energia (s, p, d, f), onde vai ocorrer efetivamente a distribuição dos elétrons. A distribuição dos elétrons em ordem crescente de energia é denominada configuração eletrônica.

A configuração eletrônica do átomo de um elemento é muito importante, pois é através do comportamento da eletrosfera que as ligações entre os átomos são estabelecidas, dando origem aos milhares de compostos conhecidos.

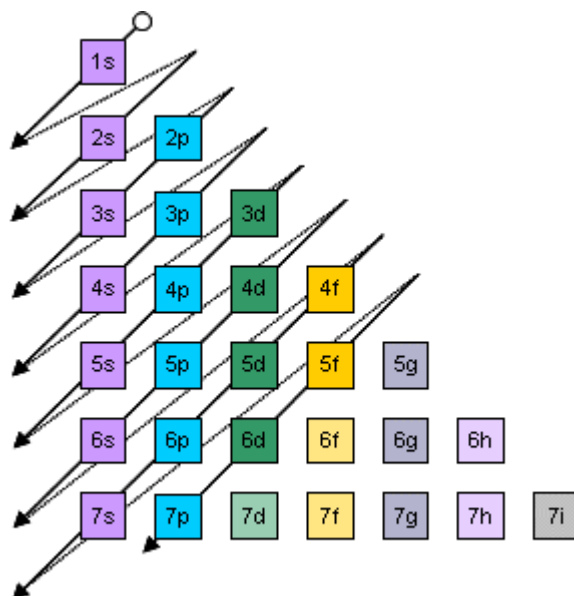
Para distribuir os elétrons pelos subníveis é fundamental considerar que os mesmos devem entrar no átomo segundo a ordem crescente de energia, respeitando sempre o número máximo de elétrons permitidos em cada subnível (Tabela 4).

**Tabela 4** – Número máximo de elétrons permitidos nos subníveis

subnível	n° de orbitais	elétrons
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Um orbital é a região da eletrosfera onde existe maior probabilidade de se encontrar um elétron. Didaticamente, ao fazer a distribuição eletrônica de um átomo, os orbitais são representados por “caixinhas”, onde cada uma acomoda no máximo dois elétrons emparelhados. Na verdade, os orbitais possuem uma determinada geometria espacial, assunto que não será tratado neste trabalho.

Para se obter a ordem energética dos subníveis, seguimos as diagonais do esquema mostrado na Figura 7 (pág. 19), onde o subnível de menor energia é o 1s. Essa ordem crescente de energia dos subníveis eletrônicos é conhecida como Distribuição de Pauling.

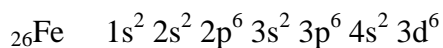
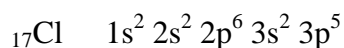
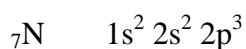


**Figura 7** – Ordem crescente de energia dos subníveis eletrônicos

**Fonte:** Disponível em <[www.cq.ufam.edu.br/Tabela\\_periodica/distribuicao.png](http://www.cq.ufam.edu.br/Tabela_periodica/distribuicao.png)>  
Acesso em 12/2/2009.

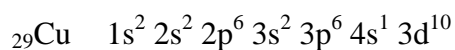
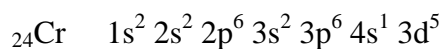
Os elétrons são distribuídos nos subníveis de forma a preencher primeiro todos os orbitais de um subnível com um único elétron, antes de emparelhar dois elétrons em um orbital. Por exemplo, um subnível  $d^6$  terá o primeiro orbital com dois elétrons emparelhados e os quatro orbitais seguintes com apenas um elétron.

Alguns exemplos:



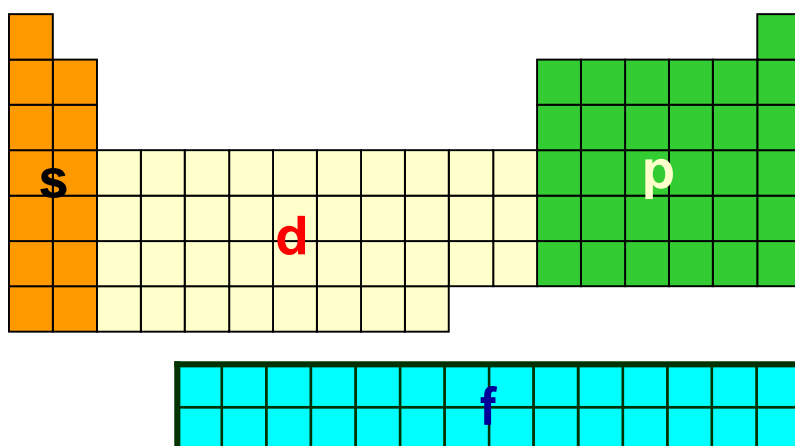
Note-se que o subnível mais energético nem sempre se encontra na camada mais externa da eletrosfera. No ferro por exemplo, ainda que o subnível de maior energia seja o  $3d^6$ , a última camada eletrônica do átomo (também chamada de camada de valência) é a 4, que contém apenas o subnível  $4s^2$ . Vale ressaltar que quando os átomos estabelecem uma ligação química, os elétrons envolvidos são sempre os elétrons de valência.

Existem ainda algumas exceções na hora de distribuir os elétrons pelos subníveis:



O que ocorre com o cromo se explica pela maior estabilidade do subnível  $d^5$  frente ao  $d^4$  e no cobre, pela maior estabilidade do subnível  $d^{10}$  frente ao  $d^9$ . Para entender porque isso acontece, basta perceber que o subnível d está composto por 5 orbitais que comportam 2 elétrons cada. Então, ao fazer o desdobramento energético dos orbitais, observa-se que as configurações mais estáveis são aquelas que preenchem os 5 orbitais ao mesmo tempo, com um ou com dois elétrons ( $d^5$  e  $d^{10}$ ).<sup>12</sup>

A configuração eletrônica dos elementos está “escondida” na Tabela Periódica mediante os blocos que representam os subníveis das camadas, conforme mostra a Figura 8. Assim, percebemos que é possível conhecer a configuração eletrônica de qualquer elemento ao localizá-lo na Tabela!



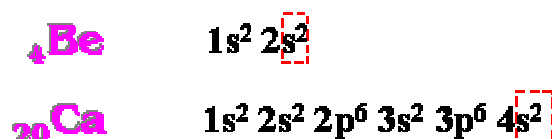
**Figura 8** – A configuração eletrônica na Tabela Periódica

**Fonte:** Disponível em <[www.vestibular1.com.br/revisao/classificacao\\_periodica\\_dos\\_elementos.pps](http://www.vestibular1.com.br/revisao/classificacao_periodica_dos_elementos.pps)>  
Acesso em 13/2/2009.

<sup>12</sup> NETTO, C. G. *Química – Da teoria à realidade*. Volume 1, São Paulo, Editora Scipione, 1996.

As linhas verticais da Tabela Periódica são denominadas grupos ou famílias e estão divididas em 18 colunas. Os elementos químicos que estão na mesma coluna possuem propriedades químicas e físicas semelhantes, já que os elementos do mesmo grupo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência (camada mais externa). Existem então 18 grupos, sendo que o elemento químico hidrogênio é o único que não se enquadra em nenhuma família: está localizado em sua posição apenas por ter número atômico igual a 1, isto é, como tem apenas um próton e um elétron na última camada, foi colocado no Grupo 1, mesmo sem ser um metal.

A família é caracterizada pelos elétrons do subnível mais energético, portanto os elementos de uma mesma família apresentam a mesma configuração na última camada. A Figura 9 mostra um exemplo:



**Figura 9** – Elementos da mesma família e mesma configuração na última camada

**Fonte:** Disponível em <[www.cdcc.sc.usp.br/quimica/tabelaperiodica/tabelaperiodica.html](http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/tabelaperiodica/tabelaperiodica.html)>  
Acesso em 18/4/2008.

O berílio e o cálcio têm a mesma configuração na última camada, isto é,  $s^2$ ; portanto ambos pertencem à família 2A ou 2.

**Berílio** Be. Metal alcalino terroso pertencente ao segundo grupo da Tabela Periódica.  $Z = 4$ , configuração eletrônica:  $1s^2 2s^2$ ,  $MA = 9,012$ ,  $d = 1,85 \text{ g.cm}^{-3}$ ,  $PF = 1285^\circ\text{C}$ ,  $PE = 2970^\circ\text{C}$ . O berílio ocorre nos minerais berilo ( $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ) e crisoberilo ( $\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ ). O berílio e seus compostos são tóxicos e podem causar graves doenças pulmonares e dermatites. O metal é resistente à oxidação pelo ar devido à formação de uma camada de óxido mas reage com os ácidos clorídrico e sulfúrico diluídos. **Cálcio** Ca. Elemento metálico cinza, mole, pertencente ao Grupo II, dos metais alcalino-terrosos da Tabela Periódica.  $Z = 20$ , configuração eletrônica:  $[\text{Ar}] 4s^2$ ,  $d = 1,55 \text{ g.cm}^{-3}$ ,  $PF = 840^\circ\text{C}$ ,  $PE = 1484^\circ\text{C}$ . Os compostos de cálcio são comuns na crosta terrestre por exemplo no calcário, mármore ( $\text{CaCO}_3$ ), gipsita ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) e fluorita ( $\text{CaF}_2$ ). O elemento é extraído por eletrólise de cloreto de cálcio fundido e é usado em sistemas a vácuo e como desoxidante em ligas metálicas não ferrosas. É usado como agente redutor na extração de metais

como tório, zircônio e urânio. O cálcio é um elemento essencial dos organismos vivos sendo necessário para o crescimento e desenvolvimento.<sup>13</sup>

Atualmente, conforme determinação da IUPAC, os grupos são identificados pela numeração de 1 a 18. Em tabelas antigas, a representação era feita por algarismos romanos seguidos das letras A (grupos 1, 2 e de 13 a 18) ou B (3 a 12). Alguns desses grupos são conhecidos por um nome específico, enquanto outros o são pelo nome do primeiro elemento (Tabelas 5 e 6).

**Tabela 5** – Nomenclatura dos grupos

Família 1 (1A) -	Alcalinos
Família 2 (2A) -	Alcalino-terrosos
Família 13 (3A) -	Família do boro
Família 14 (4A) -	Família do carbono
Família 15 (5A) -	Família do nitrogênio
Família 16 (6A) -	Calcogênios
Família 17 (7A) -	Halogênios
Família 18 (Zero) -	Gases Nobres

**Tabela 6** – Nomes próprios de alguns grupos

GRUPO	DENOMINAÇÃO	ORIGEM DO NOME
1	Metais alcalinos	Alcalino é uma palavra de origem árabe ( <i>al-qili</i> ) que significa “cinza de plantas”, que são muito ricas em carbonatos de Na e K.
2	Metais alcalino-terrosos	Seus elementos participam de compostos insolúveis em água e resistentes ao fogo: cal (CaO) e magnésia (MgO). Substâncias chamadas pelos alquimistas de “terras”.
16	Calcogênios	Do grego <i>khalkós</i> , as principais fontes de átomos desses elementos químicos são minérios de cobre, por exemplo, a calcopirita (CuFeS <sub>2</sub> )
17	Halogênios	Expressão grega que significa “formadores de sais” (cloretos, brometos, nitratos, sulfetos etc)
18	Gases nobres ou inertes	Recebem essa denominação porque se considerava que suas substâncias não reagiam com nenhuma outra.

**Fonte:** SILVA, R. H., SILVA, E. B. *Curso de Química 1*. 2ª edição, São Paulo, Editora Harbra, 1992.

<sup>13</sup> Disponível em <<http://www.cdcc.sc.usp.br/elementos/>> Acesso em 28/4/2009.

Os elementos da Tabela Periódica podem ser classificados como:

**Metais:** Eles são a maioria dos elementos da Tabela. São bons condutores de eletricidade e calor, maleáveis e dúcteis, possuem brilho metálico característico e são sólidos, com exceção do mercúrio.

**Não-Metais:** São os mais abundantes na natureza e, ao contrário dos metais, não são bons condutores de calor e eletricidade, não são maleáveis e dúcteis e não possuem brilho como os metais.

**Gases Nobres:** São no total 6 elementos e sua característica mais importante é a inércia química.

**Hidrogênio:** É um elemento considerado à parte por ter um comportamento único.

Os elementos dos grupos da Tabela Periódica apresentam propriedades químicas e físicas semelhantes, que distinguem uns dos outros. As substâncias simples dos elementos de alguns grupos são muito reativas; outras praticamente não reagem. Algumas são sólidas; outras, gasosas; duas são líquidas. A tabela 7 (pág. 24) mostra algumas de suas principais propriedades.



**Tabela 7** - Principais propriedades das substâncias e dos átomos dos grupos

	<b>1 – Metais Alcalinos</b>	<b>2 – Metais Alcalino-terrosos</b>	<b>3 A 12 – Metais de Transição</b>	<b>13 – Grupo do Boro</b>	<b>14 – Grupo do Carbono</b>
Características das substâncias simples (em condições ambientais)	Sólidos prateados, brilhantes e moles, maleáveis, dúcteis e bons condutores de eletricidade	Sólidos prateados e com boa condutividade. São mais duros que os elementos do grupo 1	Sólidos metálicos, duros e quebradiços, com exceção do mercúrio, que é líquido	Sólidos prateados, exceto o boro	Sólidos
Carga mais comum dos íons	+1	+2	Normalmente entre +1 e +6	+3	Variável
Substâncias compostas mais comuns	Sais – NaCl, KBr, Li <sub>2</sub> S Álcalis – LiOH, NaOH, KOH Óxidos – K <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> O, Li <sub>2</sub> O	Sais – CaSO <sub>3</sub> , MgCO <sub>3</sub> , Sr(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> Álcalis – Ca(OH) <sub>2</sub> , Mg(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub> Óxidos – CaO, BaO, SrO	Sais – AgNO <sub>3</sub> , COCl <sub>2</sub> , ZnSO <sub>4</sub> Complexos – metais ligados a vários íons Óxidos – FeO, TiO, MnO <sub>2</sub>	Óxidos – Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	C e Si podem formar cadeias de átomos produzindo enorme variedade de substâncias
Ocorrências mais comuns	Cátions monovalentes formando sais	Cátions bivalentes formando sais e óxidos	Encontrado em minerais na forma de óxidos	Encontrado em minerais na forma de óxidos	Organismos vivos (C), silicatos (Si) ou como óxidos

	<b>15 – Grupo do Nitrogênio</b>	<b>16 – Calcogênios</b>	<b>17 – Halogênios</b>	<b>18 – Gases Nobres</b>
Características das substâncias simples (em condições ambientais)	Sólidos, exceto o nitrogênio, que se apresenta na forma gasosa	Sólidos, exceto o oxigênio, que se apresenta na forma gasosa	Gases (F <sub>2</sub> e Cl <sub>2</sub> ), Líquido (Br <sub>2</sub> ) e sólido (I). São maus condutores de eletricidade e calor, tóxicos e apresentam odores fortes	Gases
Carga mais comum dos íons	Variável	-2	-1	Em geral não formam íons
Substâncias compostas mais comuns	Óxidos – NO <sub>2</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Ácidos – HNO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Sulfetos – FeS <sub>2</sub> , PbS, ZnS Diferentes óxidos – CaO, SiO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O	Ácidos – HF, HCl, HBr Óxidos e diferentes ácidos Sais – NaF, NaCl, KBr	Difícilmente formam substâncias compostas
Ocorrências mais comuns	Atmosfera (N), organismos vivos (N e P) e minerais (todos)	Atmosfera (O), organismos vivos (O e S) e minerais (todos)	Formam diferentes ânions e estão presentes em substâncias orgânicas e minerais	Gases na atmosfera

**Fonte:** Revista Química & Sociedade. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

O hidrogênio, cujos átomos são responsáveis por aproximadamente 70% da massa do planeta, é um caso especial na classificação dos grupos, como foi citado anteriormente. Seus átomos e substâncias possuem algumas propriedades semelhantes às dos elementos do grupo 17 (halogênios) e configuração eletrônica semelhante à dos elementos do grupo 1, apesar de não ser um metal. Por esse motivo, embora seja colocado acima do grupo 1 em várias Tabelas, vale ressaltar de que ele não pertence a esse grupo. Seu estudo é feito de maneira isolada dos demais. Em algumas Tabelas, chega-se a colocar o hidrogênio separado de todos os outros elementos.

### 3.1.3 Elementos representativos e de transição

Os elementos dos grupos 1 e 2 e os de 13 a 18 são chamados de representativos e seus dois primeiros elementos, exceto no caso do grupo 18, são denominados típicos, por representarem bem as propriedades químicas dos demais componentes de seus grupos. Os átomos desses elementos constituem a maior parte das substâncias que rodeia o universo.

Os elementos dos grupos de 3 a 12 são chamados elementos de transição, pois suas substâncias possuem propriedades entre os dois primeiros grupos dos elementos representativos e os grupos dos elementos representativos logo a seguir. Algumas vezes essa definição se estende a elementos de transição externa (subnível de maior energia “d”) e elementos de transição interna (subnível de maior energia “f”)

Dentre os elementos de transição externa, talvez o ferro seja o mais fácil de se obter, sendo o de maior importância industrial. Para sua obtenção basta aquecer alguns minerais com carbono. Dentre os minérios de ferro, os principais são: hematita  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; limonita  $\text{FeO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; magnesita  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , siderita  $\text{FeCO}_3$ .<sup>14</sup>

Os elementos das duas linhas separadas da Tabela Periódica pertencem, respectivamente, ao sexto e ao sétimo períodos e são denominados lantanídeos e

---

<sup>14</sup> SILVA, R. H., SILVA, E. B. *Curso de Química 1*. 2ª edição, São Paulo, Editora Harbra, 1992.

actínídeos (nomes dados pelo primeiro elemento de cada série, lantânio e actínio) ou elementos de transição interna. Antigamente, essas séries eram denominadas terras raras, devido à baixa incidência de minerais contendo átomos de seus elementos.

Todos os elementos de transição interna (subnível de maior energia "f") estão situados na família IIIB, ou terceira coluna. Temos como elementos de transição interna os elementos de número atômico de 57 a 71 (Lantanídeos) e de 89 a 103 (Actínídeos). Observa-se que todos os elementos com o subnível de maior energia 4f estão na série dos Lantanídeos, sexto período da tabela.<sup>15</sup>

### 3.1.4. Metais, não-metais e gases nobres

Conforme a IUPAC, os elementos são classificados também em metais, não-metais e gases nobres, de acordo com as características de suas substâncias simples. A

Figura 10 mostra essa classificação:

	01	02	03	04	05	06	07	08	09	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1A																	8ª
I	H 1	2A	TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS VERSÃO 1.0 2001 @ INFOCHRISTUS										3A	4A	5A	6ª	7A	He 2
II	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
III	Na 11	Mg 12	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
IV	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
V	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
VI	Cs 55	Ba 56	*	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
VII	Fr 87	Ra 88	**	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Uun 110	Uuu 111	Uub 112						
(*) SÉRIE DOS LANTANÍDEOS			La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	
(**) SÉRIE DOS ACTINÍDEOS			Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103	

LEGENDA:		NÃO METAIS	ACTINÍDEOS
METAIS		GASES NOBRES	HIDROGÊNIO
SEMI- METAIS		LANTANÍDEOS	

**Figura 10** – Tabela Periódica dos Elementos

Fonte: Disponível em <[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/tpincipal.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/tpincipal.htm)>

Acesso em 10/5/2008

<sup>15</sup> Disponível em <<http://br.answers.yahoo.com/question/index?qid=20080408172449AAUoot1>> Acesso em 10/5/2008.

A maioria dos elementos químicos é classificada como metal e estes se encontram em abundância na nossa vida diária. Daí questiona-se: que propriedades básicas os caracterizam?

Basta olhar ao redor para se deparar com alguma coisa feita de metal: o ferro dos parafusos, o cobre dos fios elétricos, o alumínio das janelas, a prata e o ouro das jóias. Partindo desse raciocínio, não há dificuldade em distinguir um produto feito de metal. Mas é possível dizer em que um metal é diferente de outros materiais?

Eis as propriedades que caracterizam os materiais metálicos<sup>16</sup>:

- Boa condutibilidade térmica (calor) e elétrica;
- Brilho característico;
- Ductibilidade (capacidade de formar fios);
- Maleabilidade (capacidade de formar lâminas finas).

Os não-metais formam substâncias simples de aparência opaca e quebradiça, geralmente más condutoras de eletricidade e calor. Um exemplo é o telúrio (Te), que hoje é empregado em larga escala industrial na fabricação de espoletas, na vulcanização de borracha e em fios de resistência elétrica.<sup>17</sup>

Podemos ainda encontrar uma terceira classificação para os elementos: os semimetais, na qual se encaixam B, Si, Ge, As, Sb, Te e Po. Porém, a IUPAC não adota mais essa classificação, porque as substâncias formadas por átomos desses elementos apresentam propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais e podem, dependendo dos critérios utilizados, ser classificadas em qualquer um dos dois grupos. Por exemplo, o elemento antimônio (Sb) é classificado como metal na Tabela Periódica,

---

<sup>16</sup> Revista Química & Sociedade. *Elementos Químicos: síntese, descoberta e simbologia*. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

<sup>17</sup> Revista Química & Sociedade. Coleção Nova Geração, Módulo 2, 2003.

pois apresenta brilho metálico, apesar de não ser um bom condutor de calor e de eletricidade.

Os gases nobres receberam esse nome porque na época de sua descoberta se achava que eles não se combinavam com outros elementos. Os mais leves eram encontrados isolados, formando substâncias simples e monoatômicas. Por isso, foram considerados inertes, ou seja, incapazes de reagir com outras substâncias.<sup>18</sup>

Em 1962, Neil Bartlett (1932-2008) trabalhando na Universidade de Columbia, Inglaterra, sintetizou, acidentalmente, a primeira substância composta contendo átomos de um gás nobre mais pesado: o tetrafluoreto de xenônio ( $\text{XeF}_4$ )<sup>19</sup>. Atualmente, já foram sintetizadas mais de 80 substâncias contendo átomos de xenônio, o que demonstra que os gases nobres não são tão inertes como se pensava.

No cotidiano, os gases nobres podem ser encontrados em painéis luminosos de propaganda e também em lâmpadas fluorescentes.

### **3.2. Quem sabe ler não precisa decorar**

Esse subtítulo vem ao encontro da proposta desse estudo. Deve-se entender que não se faz necessário desperdiçar tempo decorando colunas e números da Tabela Periódica, e sim, saber como consultá-la de maneira rápida e utilizando o bom senso.

Na Tabela os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, horizontalmente, e este indica o número de prótons contidos no núcleo. Com isso já podemos concluir que o átomo neutro terá a mesma quantidade de elétrons para equilibrar a carga, o que é uma informação muito útil.

De cara temos o nome do elemento por extenso. A massa atômica também costuma aparecer logo abaixo do nome, ou em volta do símbolo. Consultando a legenda

---

<sup>18</sup> SILVA, R. H., SILVA, E. B. *Curso de Química 1*. 2ª edição, São Paulo, Editora Harbra, 1992.

<sup>19</sup> Disponível em <[http://pt.wikipedia.org/wiki/Gases\\_Nobres](http://pt.wikipedia.org/wiki/Gases_Nobres)> Acesso em 10/5/2008.

da Tabela que temos em mãos, podemos conhecer dados como: símbolo, número atômico, número de elétrons do átomo neutro, período, grupo, estado de agregação da substância simples e massa atômica. Algumas Tabelas mais sofisticadas incluem ainda a distribuição eletrônica do elemento.

Mas como tirar da Tabela dados importantes que não estão “escritos”? Tomando como exemplo o átomo de fósforo, podemos buscá-lo pelo nome. Vemos então que seu símbolo é P. Seu número atômico é 15, e aí já temos a informação “subentendida” que o seu átomo neutro possui 15 elétrons. Ele está no terceiro período, isto é, sua nuvem eletrônica tem três camadas. Pertence ao grupo 15, o que nos diz que possui 5 elétrons em sua camada mais externa. Depois, estudando a legenda, pode-se verificar que sua massa atômica é 31 e a sua substância simples em temperatura ambiente está no estado sólido.

Quanto às ligações químicas entre átomos de diferentes elementos, vale destacar algumas informações sobre os grupos dos elementos representativos que são úteis para o estudo das ligações químicas. Os átomos de elementos representativos do mesmo grupo possuem a mesma quantidade de elétrons no último nível energético e, por isso, formam o mesmo tipo de ligação. Átomos de elementos dos grupos 1 e 2, classificados como metais, tendem a perder elétrons (o que é explicado pela Regra do Octeto), formando cátions. Já os dos grupos 15, 16 e 17, classificados como não-metais, tendem a ganhar elétrons, formando ânions.

A título de ilustração, o Quadro 2 (pág. 30) apresenta a carga geralmente assumida pelos átomos dos elementos representativos.

**Quadro 2** – Cargas mais comuns dos átomos dos elementos representativos

GRUPO	CARGA
1	+1
2	+2
13	+3
14	+4
15	-3
16	-2
17	-1

**Fonte:** Revista Química & Sociedade. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

A Tabela 8 mostra exemplos da composição química de substâncias formadas por átomos de cloro e por átomos dos elementos químicos representativos do segundo ao quarto período da Tabela Periódica:

**Tabela 8** – Substâncias formadas por átomos de cloro

Período	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
2	LiCl	BeCl <sub>2</sub>	BCl <sub>3</sub>	CCl <sub>4</sub>	NCl <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O	ClF
3	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	SiCl <sub>4</sub>	PCl <sub>3</sub>	SCl <sub>2</sub>	ClCl
4	KCl	CaCl <sub>2</sub>	GaCl <sub>3</sub>	GeCl <sub>4</sub>	AsCl <sub>3</sub>	SeCl <sub>2</sub>	BrCl

**Fonte:** Revista Química & Sociedade. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.

Localizando o cloro na Tabela Periódica, vemos que ele se encontra no grupo 17, o que nos dá a informação de que ele tem sete elétrons na camada de valência. Isso significa que ele tem a facilidade de receber um elétron em ligações iônicas para completar os oito elétrons da última camada, e fica fácil prever o número de átomos necessários para a formação de substâncias com os elementos dos grupos 1 e 2, por exemplo.

Utilizando o mesmo raciocínio, o cálcio se encontra no grupo 2, ou seja, ele tem dois elétrons na última camada e tende a doar esses elétrons para a formação de ligações iônicas. Assim, na formação do composto entre cálcio e cloro, o cloreto de cálcio, é intuitivo prever que a fórmula do composto deverá conter dois átomos de cloro e um de

cálcio, já que o cálcio doa dois elétrons que serão recebidos um por cada átomo de cloro.

Esse tipo de observação faz com que a Tabela Periódica se transforme em um instrumento muito útil na hora de trabalhar com a fórmula dos compostos, já que não é necessário decorar que a fórmula do cloreto de cálcio é  $\text{CaCl}_2$ . Basta analisar como o cálcio e o cloro interagem de acordo com o número de elétrons da camada de valência, e essa informação é imediata com simplesmente localizar ambos elementos na Tabela!

### 3.2.1. A lei periódica de Mendeleev

Para entender os estudos de Mendeleev, é preciso conhecer bem o significado de uma palavra-chave: periodicidade. Periódico é aquilo que acontece em intervalos regulares. E como isso ocorre na Tabela Periódica?

Tomemos como exemplo um conjunto de elementos, o dos gases nobres (Quadro 3). Recebem esta denominação porque todos são gases, nas condições normais de temperatura e pressão, e são pouco ativos quimicamente, ou nobres. (A palavra tem sido usada deste modo, uma vez que os metais preciosos, notadamente prata, ouro e platina, todos poucos reativos, foram a princípio denominados metais nobres).

**Quadro 3** - Gases nobres

Hélio	He, Z=2
Neônio	Ne, Z=10
Argônio	Ar, Z=18
Criptônio	Kr, Z=36
Xenônio	Xe, Z=54
Radônio	Rn, Z=86

**Fonte:** Disponível em <[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm)>  
Acesso em 12/5/2008.

Ao olhar para um elemento imediatamente posterior a um gás nobre, encontramos um metal ativo que reage vigorosamente com uma grande variedade de



substâncias, inclusive com a água. Esta família de elementos é chamada de metais alcalinos (Quadro 4).

**Quadro 4 – Metais alcalinos**

Lítio	Li, Z=3
Sódio	Na, Z=11
Potássio	K, Z=19
Rubídio	Rb, Z=37
Césio	Cs, Z=55
Frâncio	Fr, Z=87

**Fonte:** Disponível em <[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm)>  
Acesso em 12/5/2008.

Os elementos imediatamente anteriores aos gases nobres, exceto o hidrogênio, são todos altamente reativos, semelhantes quimicamente aos não-metais, e são chamados halogênios (Quadro 5).

**Quadro 5 - Halogênios**

Flúor	F, Z=9
Cloro	Cl, Z=17
Bromo	Br, Z=35
Iodo	I, Z=53
Astato	At, Z=85

**Fonte:** Disponível em <[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm)>  
Acesso em 12/5/2008.

O hidrogênio tem características distintas de todos os demais elementos e, em alguns sistemas periódicos, é representado à parte, ou representado duplamente sobre os grupos 1A e 17A, pois manifesta características de ambos.

Pode-se observar que a sequência halogênio - gás nobre - metal alcalino se repete periodicamente. Isto é, o arranjo adotado por Mendeleev determina uma variação repetitiva (periódica) das propriedades físicas e químicas à medida que se sucedem as linhas de elementos (períodos). E o mesmo acontece nas colunas (grupos ou famílias).<sup>20</sup>

---

<sup>20</sup> NETTO, C. G. *Química – Da teoria à realidade*. Volume 1, São Paulo, Editora Scipione, 1996.

Isso foi uma das primeiras conclusões dos estudos de Mendeleev: se os elementos químicos estiverem ordenados de acordo com seus números atômicos, suas propriedades seguirão uma periodicidade. Quer dizer, após um determinado número de elementos, os que se seguem repetem as propriedades dos primeiros. A partir dessa descoberta, Mendeleev propôs uma lei que ficou conhecida como Lei Periódica dos Elementos Químicos, que afirma: “As propriedades das substâncias dos elementos se apresentam em função de seus números atômicos”.<sup>21</sup>

### **3.2.2. Algumas propriedades periódicas dos elementos**

Da mesma forma que entendendo que a posição do elemento na Tabela Periódica está intimamente ligada ao número de elétrons que o elemento possui em sua última camada, uma vez que isso vem determinado pelo número de prótons e é assim que a Tabela está estruturada, pode-se obter informação sobre outras propriedades importantes dos elementos sem a necessidade de decorar como essas propriedades variam. Mais uma vez, observando a Tabela e a disposição dos elementos, pode-se chegar a conclusões importantes utilizando o bom senso.

#### **3.2.2.1. Raio atômico**

Considerando o raio atômico de um elemento como sendo a distância do centro de seu núcleo até a sua última camada de elétrons, o mesmo só pode ser determinado mediante medidas de raios-X. Vale ressaltar que esses valores não são iguais para todas as Tabelas, já que se deve levar em consideração os critérios utilizados em sua determinação. Entretanto, pode-se ver como essa propriedade varia na Tabela Periódica, já que muitas vezes o que interessa é fazer uma análise qualitativa das propriedades.

---

<sup>21</sup> *Estudo de Matéria*. Disponível em <<http://br.geocities.com/alexvianafaria/contconceitosbasicos.doc>> Acesso em 15/5/2008.

Nas famílias, se um elemento está na terceira linha, é porque tem 3 camadas de elétrons, da mesma forma que se está na quarta linha, é porque tem 4 camadas de elétrons. Então, é intuitivo perceber que quanto mais abaixo no grupo ou família, maior o raio atômico, sem necessidade de decorar que “nos grupos, o raio atômico aumenta de cima para baixo”.

Por exemplo, considerando o grupo dos metais alcalinos, vemos que o lítio tem duas camadas de elétrons (K e L), enquanto que o cézio tem seis (K, L, M, N, O e P). Fica claro que a distância do núcleo do átomo até a sua camada de elétrons mais externa é maior no cézio que no lítio.

Nos períodos, os elementos estão ordenados em ordem crescente de número atômico. O número atômico indica o número de prótons no núcleo, que será igual ao número de elétrons no átomo neutro. Assim, conforme vamos aumentando o número de prótons no núcleo, aumentamos também a força de atração do núcleo sobre os elétrons. O que acontece é que os elétrons se aproximam do núcleo, diminuindo a distância entre este e a camada mais externa da eletrosfera (pode-se dizer que a eletrosfera se contrai devido à atração do núcleo sobre os elétrons). Utilizando este raciocínio, não há necessidade de decorar que “nos períodos, o raio atômico aumenta da direita pra esquerda”.

Tomando como exemplo os átomos de cálcio e bromo, vemos que ambos estão no quarto período da Tabela Periódica, ou seja, ambos tem 4 camadas em sua nuvem eletrônica. O Quadro 6 mostra a comparação entre os dois elementos:

**Quadro 6** – Análise do raio atômico nos períodos

4º Período	nº camadas	nº atômico	nº prótons	nº elétrons	Atração dos prótons sobre os elétrons	Raio atômico
<b>cálcio</b>	4	20	20	20	menor	maior
<b>bromo</b>	4	35	35	35	maior	menor

### 3.2.2.2. Eletronegatividade

A eletronegatividade pode ser considerada como sendo a tendência relativa que o núcleo de um elemento tem de atrair os elétrons de sua nuvem eletrônica. Esse valor é arbitrário e relativo, já que foi Linus Pauling que atribuiu eletronegatividade 4,0 ao flúor e a partir daí determinou a eletronegatividades dos outros elementos.<sup>22</sup>

Intuitivamente, são os prótons do núcleo que atraem os elétrons. Seria de se esperar que quanto mais prótons, maior a eletronegatividade do elemento, pois maior seria sua atração. Entretanto, vale observar que um átomo neutro possui o mesmo número de prótons e de elétrons, e quanto maior o número de elétrons, maior é o número de camadas eletrônicas. Ora, haverá um momento em que o núcleo não vai mais “enxergar” os elétrons da última camada devido à grande quantidade de camadas. Ou seja, quanto maior o número de camadas eletrônicas, menor será o poder de atração do núcleo sobre os elétrons da última camada (Quadro 7).

Nos grupos então, quanto menor o número de camadas, maior a eletronegatividade, o que é muito mais simples do que decorar que “nos grupos, a eletronegatividade aumenta de baixo pra cima”.

**Quadro 7** – Análise da eletronegatividade nos grupos

	nº camadas	nº atômico	nº prótons	nº elétrons	Atração dos prótons sobre os elétrons	eletronegatividade
flúor	2	9	9	9	maior	maior
iodo	5	53	53	53	menor	menor

Nos períodos, à medida que o raio atômico diminui, a eletronegatividade aumenta, já que os elétrons estarão mais atraídos pelo núcleo (Quadro 8, pág. 36). Isso é mais fácil do que decorar que “nos períodos, a eletronegatividade aumenta da esquerda para direita”.

---

<sup>22</sup> NETTO, C. G. *Química – Da teoria à realidade*. Volume 1, São Paulo, Editora Scipione, 1996.

**Quadro 8** – Análise da eletronegatividade nos períodos

4º Período	nº camadas	nº atômico	nº prótons	nº elétrons	Atração dos prótons sobre os elétrons	eletronegatividade
cálcio	4	20	20	20	menor	menor
bromo	4	35	35	35	maior	maior

### 3.2.2.3. Potencial de Ionização

Entende-se por potencial de ionização a energia necessária para transformar um átomo neutro em estado gasoso em íon, arrancando um elétron de sua camada mais externa.

É fácil perceber que quanto mais prótons no núcleo, maior a atração pela nuvem eletrônica e mais difícil fica arrancar um dos elétrons da última camada. Então, nos períodos, os elementos que se encontram à esquerda da Tabela Periódica terão seus elétrons arrancados mais facilmente que os da direita, já que seu número atômico é menor. Melhor do que decorar que “nos períodos, o potencial de ionização aumenta da esquerda pra direita”.

Tomando como exemplo o sódio e o cloro, ambos no 3º período, percebemos que é mais fácil arrancar um elétron do sódio que do cloro, pois o sódio possui menos prótons e se necessita menos energia para arrancar um elétron. Então, o potencial de ionização do sódio é menor que o do cloro (Quadro 9).

**Quadro 9** – Análise do potencial de ionização nos períodos

3º Período	nº camadas	nº atômico	nº prótons	nº elétrons	Atração dos prótons sobre os elétrons	Potencial de ionização
sódio	3	11	11	11	menor	menor
cloro	3	17	17	17	maior	maior

Nos grupos, podemos pensar em função do raio atômico: se este diminui, os elétrons ficam mais atraídos pelo núcleo, o que aumenta o potencial de ionização. Quanto maior o raio atômico, mais longe do núcleo estão os elétrons da última camada,

que ficam mais “soltos” e podem ser arrancados mais facilmente, o que diminui o valor do potencial de ionização. Isso também acontece com o efeito de blindagem: quando a nuvem eletrônica tem muitas camadas, o núcleo não “enxerga” os elétrons da periferia, que são arrancados mais facilmente. Isso fica mais fácil de entender do que dizer que “nos grupos, o potencial de ionização aumenta de baixo pra cima”.

Para os metais alcalinos, por exemplo, considerando o lítio e o cézio, vemos que o lítio tem nº atômico igual a 3, possui 3 prótons e 3 elétrons. De acordo com a configuração eletrônica do grupo, possui um elétron na última camada. Esse elétron estará fortemente atraído pelo núcleo, diferente do que acontece no cézio, por exemplo. De nº atômico 55, possui 55 prótons e 55 elétrons, seu elétron de valência está muito mais distante do núcleo que o elétron de valência do lítio, o que significa que a energia necessária para arrancá-lo será muito menor que no caso do lítio, ou o mesmo que dizer que seu potencial de ionização será menor (Quadro 10).

**Quadro 10** – Análise do potencial de ionização nos grupos

	nº camadas	nº atômico	nº prótons	nº elétrons	Atração dos prótons sobre os elétrons	Potencial de ionização
<b>lítio</b>	2	3	3	3	maior	maior
<b>césio</b>	6	55	55	55	menor	menor

## CONSIDERAÇÕES FINAIS

O intuito desta proposta foi estudar a Química, em especial a Tabela Periódica, de maneira mais dinâmica e interessante para a abordagem feita em sala de aula, que muitos consideram enfadonha.

O estudo da Tabela Periódica, praticado em um grande número de escolas, está muito aquém do que se propõe, isto é, o ensino atual privilegia aspectos teóricos de forma tão complexa que torna o conhecimento químico abstrato para o educando (EICHLER & DEL PINO, 2000).

A apresentação dos conhecimentos por meio de definições e classificações estanques que devem ser decoradas pelo aluno contraria as principais concepções de aprendizagem (BRASIL, 1998).

A proposta “*Tabela Periódica: uma abordagem interpretativa*” buscou a compreensão das propriedades periódicas, não pela memorização indiscriminada de fórmulas mágicas, mas sim raciocinando através do entendimento de como a Tabela foi estruturada, e que essas propriedades podem ser entendidas analisando a posição dos elementos na mesma.

Outra coisa que se deve deixar claro para o Professor de Química no ensino médio é que uma das maneiras de deixar a matéria mais amena e agradável de se estudar é usar a criatividade na hora de estruturar as aulas. Para o entendimento da Química em geral, é preciso perceber a correlação dela aplicada no dia-a-dia, para que a Química passe a ser algo “palpável” para os estudantes.

Por exemplo, o elemento antimônio é classificado como metal na Tabela Periódica. Misturado ao chumbo, ele forma uma liga metálica que é usada em placas de bateria de automóveis. Está presente também em soldas, maçanetas, remédios contra tosse e detectores de infravermelho.<sup>23</sup>

---

<sup>23</sup> Revista Química & Sociedade. *A ciência, os materiais e o lixo. Ciências da natureza, matemática e suas tecnologias*. Coleção Nova Geração, Módulo 1, 2003.

Uma outra percepção: os átomos dos elementos químicos do grupo dos gases nobres, muito utilizados em tubos luminosos, são relativamente inertes, ao contrário dos metais e não-metais. Por exemplo, as substâncias simples não-metais não possuem brilho nem são boas condutoras de eletricidade.<sup>24</sup>

Um outro modo de ver a aplicação da Química no cotidiano é observar alguns sais utilizados no dia-a-dia e suas funções. Por exemplo, o bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) é bastante empregado como antiácido estomacal. Em alguns extintores, é componente de espuma para o combate de incêndios. Já o nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ) é utilizado como conservante na fabricação de carnes embutidas (presunto, mortadela, salame) para preservar as características do alimento e a sua cor original.<sup>25</sup>

Logo, a proposta deste trabalho é desmistificar a Química como um bicho de sete cabeças, fazendo com que a Tabela Periódica se transforme em um instrumento de consulta rápido e eficiente, deixando de ser simplesmente um aglomerado de letras e números.

---

<sup>24</sup> Revista Química & Sociedade. *A ciência, os materiais e o lixo. Ciências da natureza, matemática e suas tecnologias*. Coleção Nova Geração, Módulo 1, 2003.

<sup>25</sup> Revista Química & Sociedade. *Cálculos, soluções e sociedade*. Coleção Nova Geração, Módulo 4, 2004.



## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

3º CONGRESSO DE EXTENSÃO UNIVERSITÁRIA EDUCAÇÃO. Uma nova abordagem para o aprendizado e ensino da química - Carlos Augusto de Faria Beltramello (Faculdade de Engenharia, UNESP, Ilha solteira) -<http://www.proex-unesp.com.br/4congresso/bd3congresso/docs%5C136.pdf> cabeltramello@yahoo.com.br. Acesso em 21/04/2008.

BRASIL. Ministério da Educação e do Desporto. Secretaria da Educação Fundamental. Parâmetros Curriculares Nacionais: terceiro e quarto ciclos do ensino fundamental: Ciências Naturais. Brasília: MEC/SEF, 1998.

CARVALHO, G. C. *Química Moderna*. São Paulo, Editora Scipione, 1997.

COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO. Química & Sociedade. *A ciência, os materiais e o lixo. Ciências da natureza, matemática e suas tecnologias*. Módulo 1, 2003.

COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO. Química & Sociedade. Módulo 2, 2003.

COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO. Química & Sociedade. *Elementos Químicos: síntese, descoberta e simbologia*. Módulo 4, 2004.

COLEÇÃO NOVA GERAÇÃO. Química & Sociedade. *Cálculos, soluções e sociedade*. Módulo 4, 2004.

EICHLER, M.; DEL PINO, J. C. Computadores em Educação Química: Estrutura Atômica e Tabela Periódica. Química Nova na Escola, [S.I. s.n.], n.23, p.835-840, 2000. Disponível em: <<http://www.sbgensino.foco.fac.ufmg.br/qnesc>>. Acesso em 13/5/2008.

MATARATZIS, M. V. M. *Tabela periódica multimídia revisada: uma nova proposta*. Monografia de conclusão de curso. UERJ, 2006

NETTO, C. G. *Química – Da teoria à realidade*. Volume 1, São Paulo, Editora Scipione, 1996.

O GLOBO 2000. Transmutação dos elementos. *Físico inglês fabrica oxigênio*. Nº 8, de 1918 a 1920.

SILVA, R. H., SILVA, E. B. *Curso de Química*. São Paulo, Editora Scipione, 1992.

TRASSI, R.C.M., CASTELLANI, A.M., GONÇALVES, J.E. e TOLEDO, E. A. *Tabela periódica interativa: um estímulo à compreensão*. Disponível em [www.eduem.uem.br/acta/tec/2001/04\\_286\\_01r.pdf](http://www.eduem.uem.br/acta/tec/2001/04_286_01r.pdf). Acesso em 24/4/2008.

## SITES CONSULTADOS

[www.cdcc.sc.usp.br/quimica/tabelaperiodica/tabelaperiodica.html](http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/tabelaperiodica/tabelaperiodica.html), acesso em 18/4/2008.

[www.cdcc.sc.usp.br/elementos/](http://www.cdcc.sc.usp.br/elementos/), acesso em 21/4/2008.

[www.geocities.com/Area51/Hollow/9495/tabelape.htm](http://www.geocities.com/Area51/Hollow/9495/tabelape.htm), acesso em 10/5/2008.

[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/tprincipal.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/tprincipal.htm), acesso em 10/5/2008.

<http://br.answers.yahoo.com/question/index?qid=20080408172449AAUoot1>, acesso em 10/5/2008.

[http://pt.wikipedia.org/wiki/Gases\\_Nobres](http://pt.wikipedia.org/wiki/Gases_Nobres), acesso em 10/5/2008.

[www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm](http://www.christus.com.br/infochristus/tabperiodica/diversos/construcao.htm), acesso em 12/5/2008.

<http://br.geocities.com/alexvianafaria/contconceitosbasicos.doc>, acesso em 15/5/2008.

[http://br.geocities.com/chemicalnet/ht\\_txt2.html](http://br.geocities.com/chemicalnet/ht_txt2.html), acesso em 12/2/2009.

[www.cq.ufam.edu.br/Tabela\\_periodica/distribuicao.png](http://www.cq.ufam.edu.br/Tabela_periodica/distribuicao.png), acesso em 12/2/2009.

[www.vestibular1.com.br/revisao/classificacao\\_periodica\\_dos\\_elementos.pps](http://www.vestibular1.com.br/revisao/classificacao_periodica_dos_elementos.pps), acesso em 13/2/2009.

[www.webelements.com](http://www.webelements.com), acesso em 27/4/2009.

[http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela\\_Per%C3%B3dica](http://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_Per%C3%B3dica), acesso em 27/4/2009.

[www.scielo.br/scielo.php?script=sci\\_arttext&pid=S0100-40421999000500022](http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40421999000500022), acesso em 27/4/2009.